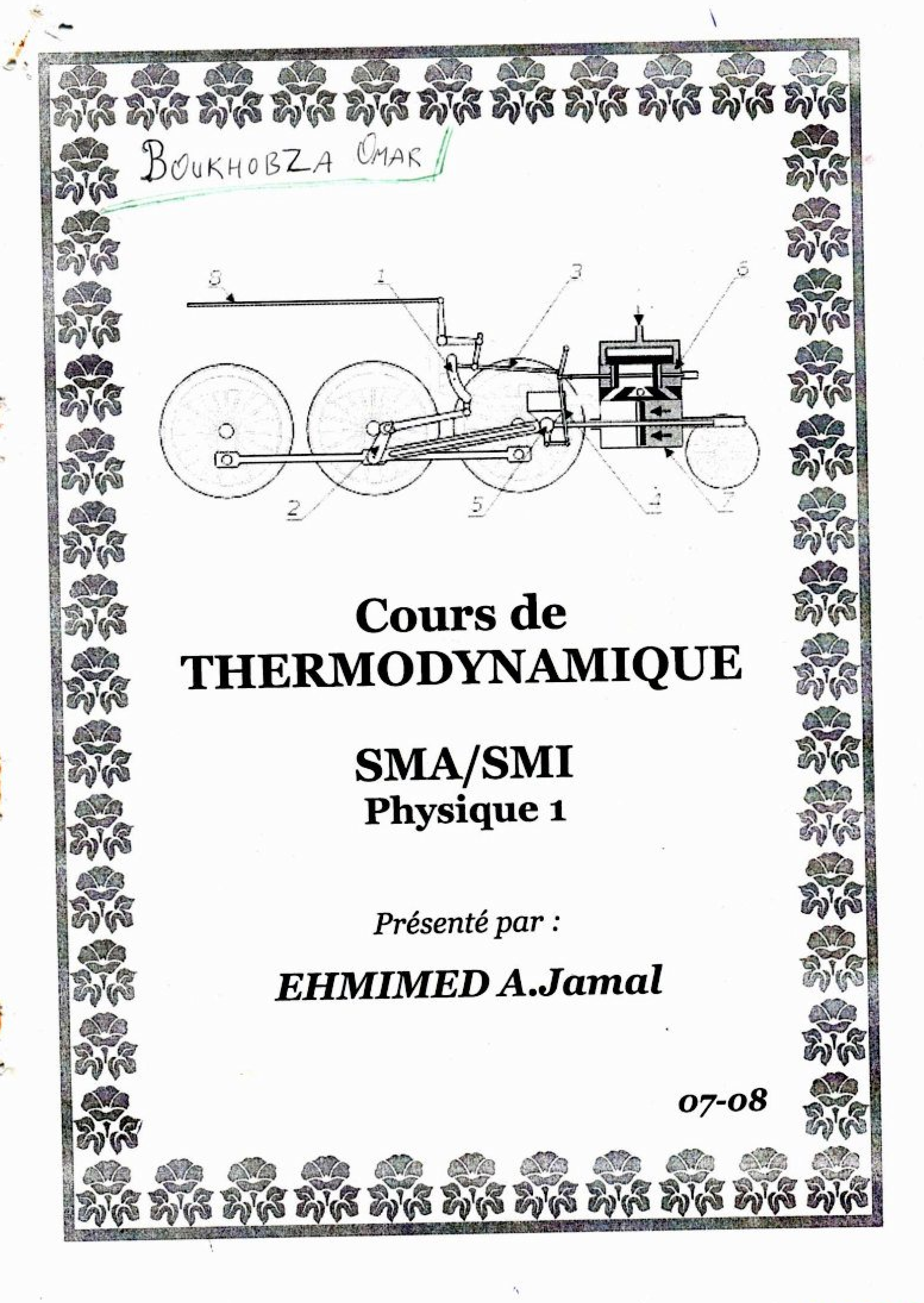


Cours de THERMODYNAMIQUE

SMA/SMI

Physique 1

Présenté par :

EHMIMED A.Jamal

07-08

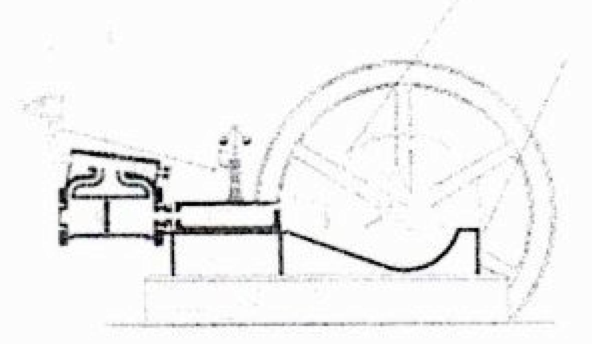
THERMODYNAMQUE

I. INTRODUCTION GENERALE :

L'étude de la physique se compose de plusieurs grands chapitres :

La **Mécanique** s'est développée dès le XVII et le XVIII siècle avec Galilée et Newton. La science de la chaleur prend corps au XVIII siècle. La science de **l'électricité, l'optique ondulatoire** et la **spectroscopie** se développent ensemble au XIX siècle....

L'invention de la machine à vapeur (James Watt vers 1770) conduit au XIX siècle à l'étude approfondie des relations entre les phénomènes calorifiques et les phénomènes mécaniques. On est amené à préciser les conditions de transformation de la chaleur en travail.



La **Thermodynamique** a pour objectif principal l'étude des relations entre la mécanique et la chaleur, mais son domaine s'est étendu puisqu'elle intervient dans tous les disciplines de la physique : dans les phénomènes électriques, optiques, mécaniques ...

exemples :

* l'énergie électrique se transforme par frottement des électrons dans une résistance en chaleur (Effet Joule).

* la lumière se transforme en chaleur, ou la chaleur donne naissance à la lumière.

* l'énergie mécanique d'une roue en mouvement se transforme en chaleur sous l'effet du freinage (par frottement).



* dans les réactions chimiques, où il y a absorption ou production de chaleur.

Donc la Thermodynamique étudie tous les phénomènes physiques et chimiques où intervient la chaleur. Elle peut également intervenir dans la conception des machines thermiques, telles que les turbines à gaz ou à vapeur d'eau, moteurs à explosion, pompes à chaleur, machines frigorifiques, ...

En fait, la Thermodynamique est une théorie de la chaleur. Elle ne fait appel à aucune hypothèse particulière et n'introduit aucune conception concrète sur la structure de la matière et sur la nature physique de la chaleur. Ces déductions reposent sur des principes généraux à partir des données expérimentales. Elle considère la chaleur comme une sorte de mouvement intérieur, mais ne s'attache pas à en préciser la nature.

La Thermodynamique ne considère que des corps se trouvant dans des états d'équilibre thermodynamique et des processus évoluant si lentement qu'on puisse y décerner une succession d'états correspondant pratiquement à l'équilibre. Elle étudie les lois générales du passage des systèmes à des états d'équilibres thermodynamiques.

II. NOTION DE TEMPERATURE ET THERMOMETRIE :

Dans la vie courante, on parle de **température** lorsqu'on veut préciser à quel point un corps est chaud ou froid. Ainsi, on dira que la température de l'eau bouillante est élevée, tandis que celle de l'eau du robinet est basse.

II. 1. ASPECT PHYSIOLOGIQUE :

La première notion de température est physiologique (liée à la sensation) : un individu, en touchant deux corps différents à la même température, a une impression qu'un corps est plus chaud que l'autre. Par exemple, le fer et le bois dans une salle, au toucher, le fer apparaît plus froid que le bois, mais si on les chauffe ensemble, c'est le contraire qui apparaît.

Cette manière d'estimer la température est accompagnée par deux défauts majeurs :

- <u>le manque de sensibilité</u> : deux corps paraîtront identiquement chauds, alors que leurs températures sont différentes, on ne distingue que des températures très différentes.



- le manque de fidélité : une mesure est dite fidèle quand elle est reproductible dans les mêmes conditions : la fidélité est une qualité fondamentale de mesure.

II. 2. THERMOMETRIE :

Du fait que cette notion de température est imparfaite, alors nous aurons besoin d'introduire un phénomène physique, puisque l'expérience montre qu'un très grand nombre de grandeurs physiques ont des mesures qui dépendent de la température, comme la dilatation (solide, liquide ou gaz), la résistance électrique d'un fil, etc ...

On appelle **thermomètre** un dispositif fondé sur un phénomène physique dépendant de la température et convenablement gradué, qui sert à repérer la température d'un corps. Ce repérage est possible grâce au principe zéro de la thermodynamique.

II. 2. 1. PRINCIPE ZERO :

Pour vérifier l'égalité ou la différence des températures de deux corps A et B, il n'est pas nécessaire de les mettre en contact. On peut utiliser un troisième corps C (dont les dimensions sont petites) que l'on applique successivement contre A et B.

Si le corps C est en équilibre thermique avec A et B séparément, ceux-ci mis en contact l'un contre l'autre, se trouveront également en équilibre thermique :

$$\text{si } T_C = T_A \quad \text{et} \quad T_C = T_B \quad \Rightarrow \quad T_A = T_B.$$

II. 2. 2. POINTS FIXES :

Tout thermomètre doit être gradué, pour cela on définit des échelles de températures possédant des points fixes, qui correspondent à certaines conditions expérimentales, facilement reproductibles, auxquelles on associe arbitrairement une certaine température.

II. 2. 3. ECHELLE DE TEMPERATURE :

L'échelle de température se réalise de la manière suivante : on choisit un thermomètre (dispositif traduisant la variation d'une grandeur physique avec la température), et des points fixes auxquels on attribue des valeurs particulières. Cet intervalle étudié est divisé en parties égales, chaque partie représente un degré de l'échelle de température considérée.

Ainsi, on a pu définir plusieurs échelles de température, comme :

Echelle	kelvin 1862	Celsius 1948	Fahrenheit 1724	Rankine 1859	Delisle 1738	Newton 1700	Réaumur 1731	Rømer 1701
Zéro absolu	0	−273,15	−459,67	0	559,725	−90,14	−218,52	−135,90

* Echelle de Réaumur (pays de l'Europe de l'Est) :

Les points fixes sont :

- la fusion de la glace à 0°R
- l'ébullition de l'eau sous la pression atmosphérique à 80°R.

* Echelle Centigrade ou Celsius (le plus connu) :

Les points fixes sont :

- la fusion de la glace à 0°C
- l'ébullition de l'eau à 100°C.



* Echelle de Fahrenheit (pays Anglophones) :

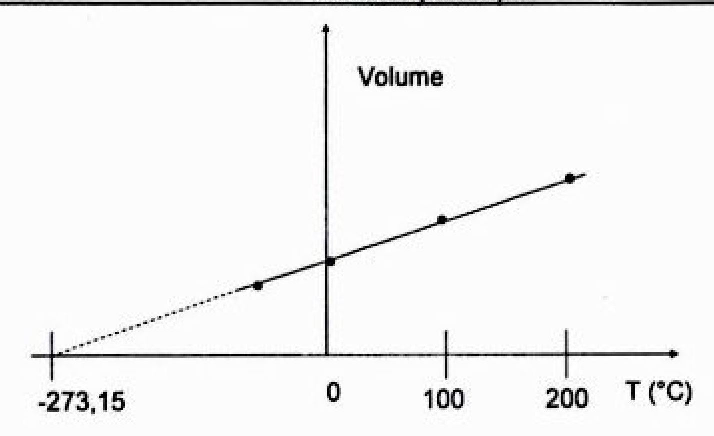
Les points fixes sont :

- la fusion de la glace à 32°F
- l'ébullition de l'eau à 212°F.

* Echelle thermodynamique (absolu) :

Du fait que le volume diminue avec la température en maintenant une pression constante, la variation se fait presque continue. Cependant étant donné que tous les gaz deviennent liquides à de basses températures (par exemple, l'oxygène se condense à -183°C), alors si on prolonge la droite pour des températures plus basses, elle croisera l'axe des températures à -273,15°C. Cette intersection est vraie pour toutes les expériences effectuées. On définit alors l'échelle absolu en fonction de l'échelle Celsius par la relation : $T_C = T_K - 273,15$.





Zéro Kelvin : c'est la température qui correspond à une agitation moléculaire nulle. Un corps à cette température ne peut céder de la chaleur à aucun autre. L'échelle Kelvin a 1 seul point fixe qui est par convention le point triple de l'eau à 273,16 K. (soit 0,1°C)

II. 2. 4. TYPES DE THERMOMETRES : أنواع المحارير:

Plusieurs phénomènes physiques se produisent lorsqu'on fait varier la température d'un corps. La plupart se dilatent en augmentant leur température. Un barreau de fer s'allonge lorsqu'on le chauffe, c'est pourquoi on y installe des joints de dilatations à intervalles réguliers dans les chemins de fer. La résistance de la matière varie avec la température. De même la couleur de la lumière change avec la température, le feu varie du rouge au bleu lorsque la température s'élève, et vire au blanc pour des températures très élevées.

محرار الغاز - **Le thermomètre à gaz** : le plus précis et le plus sensible.

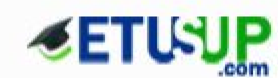
(le thermomètre normal utilisé au Bureau International des Poids et Mesures contient de l'hydrogène, dont la précision est de 0,001 degré).

محرار سائل - **Le thermomètre à liquide** : alcool coloré, mercure (Hg)

Ces deux derniers se dilatent lorsqu'on les chauffe, et se contractent lorsqu'on les refroidit. Cependant, leur degré de dilatation varie selon la nature de chaque corps.

On peut parler d'un coefficient de dilatation linéique lorsque c'est la longueur qui varie, ou bien d'un coefficient de dilatation volumique quand le volume du corps qui varie. En général, la température T varie d'une façon linéaire avec la dilatation g ; $T = a.g + b$ (a et b sont des ctes).

- **Sondes de température** : sont des conducteurs, dont la résistivité électrique varie avec la température : $\rho(T) = \rho_o(1 + aT + bT^2 + ...)$, ou bien la résistance, tel que : $R_T = R_o(1+aT)$, avec $a > 0$ et R_o résistance à 0°C.



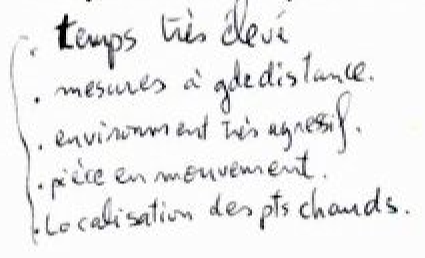
on note donc que Rθ croît avec la température.

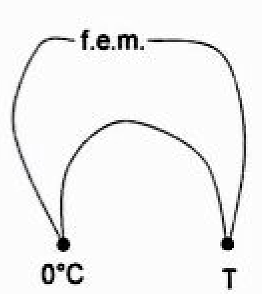
- **thermistances** : sont des semi-conducteurs, dont la résistance varie avec la température ainsi : $R_T = A \exp(B/T)$, avec A et B paramètres.

On note que R_T décroît avec la température.

Remarque : il existe aussi, de façon moins courante, des thermistances qui, dans des intervalles de température donnés, voient leur résistance augmenter avec la température.

- **Le thermocouple**, est un dispositif très précis, où on utilise deux métaux de nature différente soudés entre eux. Lorsque les deux soudures S_1 et S_2 sont à des températures différentes, une différence de potentiel (force électromotrice) est déclenchée aux bornes du système (par effet Seebeck), valeur proportionnelle à la différence de température. Généralement, l'une des soudures est maintenue à une température fixe (ex : 0°C dans la glace fondante).





- **Le pyromètre**, ou le thermomètre à radiation : la température du corps dépend de l'émission d'un rayonnement électromagnétique.

II. 2. 5. NOTION DE LA QUANTITE DE CHALEUR :

مفهوم كمية الحرارة !

Au début, nous devons distinguer entre les trois notions thermiques, la température, la chaleur et l'énergie thermique en faisant appel à la théorie cinétique :

درجة الحرارة

- **la température** n'est que la mesure de l'énergie cinétique moyenne de molécules individuelles (cette énergie qui augmente avec la température).

الطاقة الحرارية

- **L'énergie thermique** (ou interne) correspond à l'énergie totale de toutes les molécules d'un corps.

exemple : deux objets identiques chauffés de la même manière, ont la même température, mais deux fois plus d'énergie thermique.

- **La chaleur** consiste en un transfert de cette énergie thermique d'un objet à un

الحرارة



autre, dû à leur différence de température.

II. 2. 5. 1. CHALEUR SENSIBLE :

L'énergie stockée par chaleur sensible est l'énergie thermique qu'on peut emmagasiner en portant un corps à une température élevée. Lors de son refroidissement à pression constante, le corps libère cette énergie :

$$Q = \int m C_P \, dT = m C_p \Delta T$$

m : masse du corps

C_P : capacité thermique massique

T_f : température finale du réchauffement

T_i : température initiale.

Ce type de stockage a été largement étudié pour des usages domestiques et en particulier d'habitat, du fait qu'il est facile à réaliser et que son coût est faible.

Remarque : si on considère que la masse et la chaleur spécifique ne varient pas dans l'intervalle $[T_i, T_f]$, l'équation devient : $\mathbf{Q = mC_P(T_f - T_i)}$.

C_P est la quantité de chaleur qui sert à élever la température d'un corps de masse 1 g d'un degré.

II. 2. 5. 2. CHALEUR LATENTE : الحرارة الكامنة

Dans certains cas, l'apport à un corps d'une certaine quantité de chaleur n'augmente pas sa température, mais produit une transformation physicochimique (fusion, vaporisation, ...), càd déclenche un changement de phase.

Si un matériau peut fondre entre une température T_i et une température T_f, la quantité de chaleur susceptible d'être stockée ou libérée est comme suit :

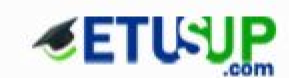
$$Q = mC_p^S(T_F - T_i) + mL_F + mC_p^L(T_f - T_F)$$

C_p^S : capacité thermique massique du solide

C_p^L : capacité thermique massique du liquide

L_F : chaleur latente de fusion

T_F : température de fusion.



Ce genre de stockage a pris une grande importance ces dernières années puisque l'énergie susceptible d'être stockée dans ce cas peut être élevée, du fait qu'on utilise un changement d'état toujours accompagné d'un dégagement ou d'une absorption d'énergie notable.

La chaleur latente d'un corps est la quantité de chaleur que peut libérer ou absorber lors de sa transformation d'une phase à autre :

$$\mathbf{Q = m . L} \qquad \text{(L : chaleur de transformation)}$$

<u>exemple</u> : lorsqu'on veut vaporiser 1 kg de glace, initialement à T_i= -20°C, on commence par chauffer la glace pour amener sa température à T_0=0°C en fournissant une quantité de chaleur sensible ($Q_1 = m_gC_g(T_0 - T_i)$). Pour faire transformer la glace en eau (fusion), il faut une quantité de chaleur latente de fusion ($Q_F = mL_F$, avec L_F= 80 cal/g). Ensuite, on chauffe jusqu'au point d'ébullition (T_2=100°C), nécessitant une quantité de chaleur de ($Q_2 = m_eC_e(T_2 - T_0)$). De même le passage de l'état liquide à l'état vapeur est accompagnée par l'absorption d'une quantité de chaleur (chaleur latente de vaporisation : $Q_V = mL_V$, avec L_V= 540 cal/g).

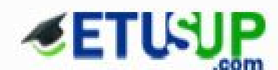
$$Q = Q_1 + Q_F + Q_2 + Q_V + Q_3 = mC_p^S(T_F - T_i) + mL_F + mC_p^L(T_V - T_F) + mL_V + mC_p^V(T_f - T_V)$$

T
120
100
80
60
40
20
0
-20
évaporation
fusion
0 90 190 730
Chaleur ajoutée (Kcal)

III. EQUATION D'ETAT :

L'équation d'état est une des principales caractéristiques des propriétés macroscopiques des corps physiquement homogènes.

L'existence de l'équation d'état implique qu'à l'équilibre thermodynamique les variations de P, V et T ne peuvent être indépendantes et sont nécessairement liées entre elles par une relation déterminée : f(P,V,T)=0.



exemple : l'équation d'état d'un gaz parfait s'écrit : $PV - nRT = 0 \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$, alors

$P = f(T, V)$

- Si T=Cte, une variation élémentaire du volume fait varier la pression de la quantité dP_1 : $dP_1 = \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T dV$

* Si V=Cte, une variation élémentaire de température fait varier la pression de la quantité dP_2 : $dP_2 = \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V dT$

Dans le cas où la température et le volume varient simultanément, la variation résultant de la pression est de :

$$dP = dP_1 + dP_2 = \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T dV + \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V dT$$

III. 1. DERIVEES PARTIELLES :

مشتقات الكسور الجزئية

Soit une fonction f de plusieurs variables, on appelle dérivée partielle de la fonction f (par rapport à x) au point $M_0(x_0, y_0, z_0, \ldots)$ l'expression $f'_x(x_0)$ ou $\frac{df(x_0)}{dx} = \lim_{x \to x_0} \frac{f(x, y_0, z_0, \ldots) - f(x_0, y_0, z_0, \ldots)}{x - x_0}$, qui est la dérivée de f par rapport à x en maintenant les autres variables constantes.

Dans le cas où les dérivées partielles $\frac{df}{dx}, \frac{df}{dy}, \frac{df}{dz}, \ldots$ existent et finies, on dit que la fonction f est **différentiable** en $M_0(x_0, y_0, z_0, \ldots)$.

De même, on peut exprimer les dérivées partielles secondes par :

$$\frac{\partial}{\partial x}\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right) = \frac{\partial^2 f}{\partial x^2} \; ; \; \frac{\partial}{\partial x}\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right) = \frac{\partial^2 f}{\partial x \partial y} \; ; \; \frac{\partial}{\partial y}\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right) = \frac{\partial^2 f}{\partial y \partial x} \; ; \; \frac{\partial}{\partial y}\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right) = \frac{\partial^2 f}{\partial y^2}$$

Si ces dérivées sont continues, on aura :

$$\boxed{\frac{\partial^2 f}{\partial x \partial y} = \frac{\partial^2 f}{\partial y \partial x}}$$



III. 2. DIFFERENTIELLE TOTALE :

La différentielle totale d'une fonction f(x,y,z, ...) s'écrit :

$$df = \left.\frac{\partial f}{\partial x}\right)_{y,z,\dots} dx + \left.\frac{\partial f}{\partial y}\right)_{x,z,\dots} dy + \left.\frac{\partial f}{\partial z}\right)_{x,y,\dots} dz + \dots$$

III. 3. FORME DIFFERENTIELLE :

Soient deux fonctions P et Q de variables (x,y), la forme différentielle de f est telle que : $df = P(x,y)\,dx + Q(x,y)\,dy$

avec $P(x,y) = \frac{\partial f}{\partial x}$ et $Q(x,y) = \frac{\partial f}{\partial y}$

Pour que la fonction f(x,y) soit une différentielle totale (exacte), il faut que P'_y et Q'_x soient continues et vérifient : $P'_y = Q'_x$, càd $\frac{\partial P}{\partial y} = \frac{\partial Q}{\partial x}$

exemple : la différentielle de la pression d'un gaz est donnée par l'équation relative à une mole dans un intervalle de pression donné :

$$dP = -\frac{RT}{V^2}\left(1+\frac{2A}{V}\right)dV + \frac{R}{V}\left(1+\frac{A}{V}\right)dT$$

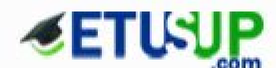
- Vérifier que c'est une différentielle totale, et en déduire l'équation d'état du gaz P(V,T) dans l'intervalle de pression considéré.

Posons $F(V,T) = \frac{\partial P}{\partial V} = -\frac{RT}{V^2}\left(1+\frac{2A}{V}\right)$ et $G(V,T) = \frac{\partial P}{\partial T} = \frac{R}{V}\left(1+\frac{A}{V}\right)$

$$\Rightarrow \frac{\partial F}{\partial T} = -\frac{R}{V^2}\left(1+\frac{2A}{V}\right) \text{ et } \frac{\partial G}{\partial V} = -\frac{R}{V^2}\left(1+\frac{A}{V}\right) + \frac{R}{V}\left(-\frac{A}{V^2}\right) = -\frac{R}{V^2}\left(1+\frac{2A}{V}\right)$$

Du fait que $\frac{\partial F}{\partial T} = \frac{\partial G}{\partial V}$, alors ces dérivées sont continues, et on peut écrire que dP est une différentielle totale : $dP = \left.\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T dV + \left.\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V dT$

- Cherchons l'équation d'état de ce gaz :



On sait que $F(V,T) = \left.\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T$

$$\Rightarrow P(V,T) = \int F(V,T)\,dV = \int -\frac{RT}{V^2}\left(1+\frac{2A}{V}\right)dV = \frac{RT}{V} + \frac{ART}{V^2} + P(T)$$

Calculons cette constante P(T) à l'aide de la fonction G(V,T) :

$$G(V,T) = \frac{\partial P}{\partial T} = \frac{R}{V}\left(1+\frac{A}{V}\right) + P'(T) = \frac{R}{V}\left(1+\frac{A}{V}\right)$$

$\Rightarrow P'(T) = 0$, d'où $P(T) = Cte$.

Finalement : $P(V,T) = \frac{RT}{V}\left(1+\frac{A}{V}\right) + Cte$

<u>exercice</u> : Soit une différentielle : $df = 2x\sin y\,dx + (x^2\cos y + 1)\,dy$

- Vérifier que c'est une différentielle totale, et chercher la fonction f(x,y).

<u>solution</u> : Posons $P(x,y) = 2x\sin y$ *et* $Q(x,y) = x^2\cos y + 1 \Rightarrow$

$$\frac{\partial P}{\partial y} = 2x\cos y = \frac{\partial Q}{\partial x} = 2x\cos y$$

Donc, df est une différentielle totale, ainsi on peut écrire :

$$\boxed{df = \frac{\partial f}{\partial x}\,dx + \frac{\partial f}{\partial y}\,dy}$$

Or $P(x,y) = \left.\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y \Rightarrow f(x,y) = \int P(x,y)\,dx = \int 2x\sin y\,dx = x^2\sin y + g(y)$

Calculons cette constante g(y) à l'aide de la fonction Q(x,y) :

$$\frac{\partial f}{\partial y} = x^2\cos y + g'(y) = Q(x,y) = x^2\cos y + 1,$$

D'où $g'(y) = 1 \Rightarrow g(y) = y + Cte$. *Ainsi* $f(x,y) = x^2\sin y + y + Cte$

III. 4. FONCTIONS IMPLICITES :

En général, la fonction d'état des systèmes thermodynamiques est de la forme f(x,y,z)=0, càd que chaque variable peut être considérée comme une



fonction des deux autres : $x=g(y,z)$ et $y=h(x,z)$.

Lorsque $f(x,y,z)$ est une fonction implicite, les propriétés suivantes sont vérifiées : $f(x,y,z) = 0 \Rightarrow df = \frac{\partial f}{\partial x}dx + \frac{\partial f}{\partial y}dy + \frac{\partial f}{\partial z}dz = 0$

$$\Rightarrow dx = \left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z dy + \left(\frac{\partial x}{\partial z}\right)_y dz,\ dz = \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y dx + \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x dy,\ dy = \left(\frac{\partial y}{\partial x}\right)_z dx + \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x dz$$

Ces trois égalités permettent de déduire :

$$dz = \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y \left[\left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z dy + \left(\frac{\partial x}{\partial z}\right)_y dz\right] + \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x dy$$

D'où $\left[\left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y \left(\frac{\partial x}{\partial z}\right)_y - 1\right] dz + \left[\left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y + \left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z + \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x\right] dy = 0$

1er terme $\Rightarrow \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y = \frac{1}{\left(\frac{\partial x}{\partial z}\right)_y}$ **(1)**

2ème terme $\Rightarrow \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x = -\left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y \cdot \left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z$ **(2)**

De même, on peut écrire : $dz = \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y dx + \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x \left[\left(\frac{\partial y}{\partial x}\right)_z dx + \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x dz\right]$

$$\Rightarrow \left[\left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x - 1\right] dz + \left[\left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y + \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x \cdot \left(\frac{\partial y}{\partial x}\right)_z\right] dy = 0$$

1er terme $\Rightarrow \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x = \frac{1}{\left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x}$ **(3)**; en la remplaçant dans l'équation **(2)**, on trouve la relation suivante : $\frac{1}{\left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x} = -\left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z \cdot \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y$ d'où :

$$\boxed{\left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z \cdot \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x \cdot \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y = -1}$$



IV. SYSTEMES THERMODYNAMIQUES : أنظمة علم الحركة الحرارية

IV. 1. DEFINITION :

On appelle système thermodynamique l'ensemble des corps limité par une surface fermée.

La frontière entre le système et le milieu extérieur peut être matérielle ou imaginaire. Le système peut être **microscopique** si les phénomènes passent à l'échelle de l'atome, ou **macroscopique** quand ces phénomènes concernent un très grand nombre d'atomes.

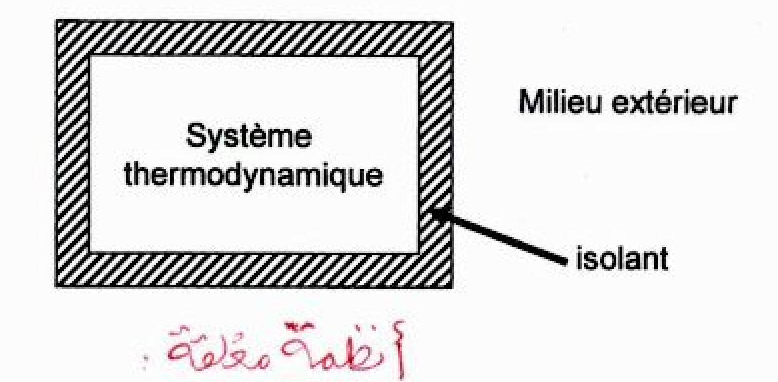
IV. 2. DIFFERENTS TYPES DE SYSTEMES :

IV. 2. 1. SYSTEMES ISOLES : أنظمة معزولة

Ces systèmes n'échangent avec le milieu extérieur ni masse (de la matière), ni énergie (chaleur, travail).

* exemple : Thermos

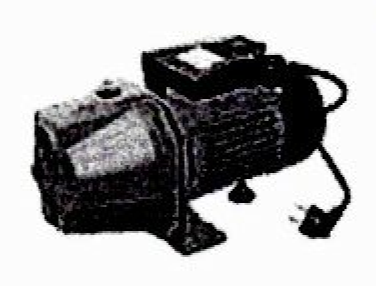


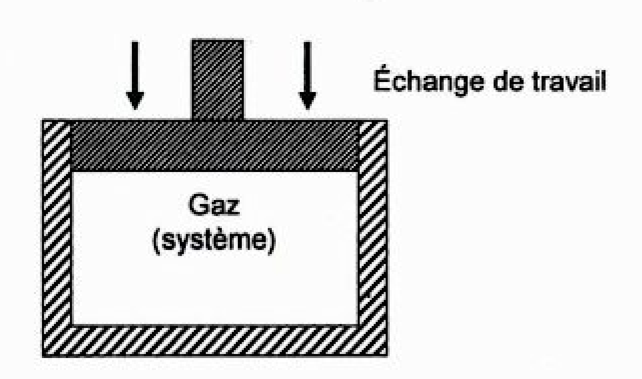


IV. 2. 2. SYSTEMES FERMES : أنظمة مغلقة

Ces systèmes échangent de l'énergie (chaleur, travail) avec le milieu extérieur mais pas de matière.

* exemple : pompe



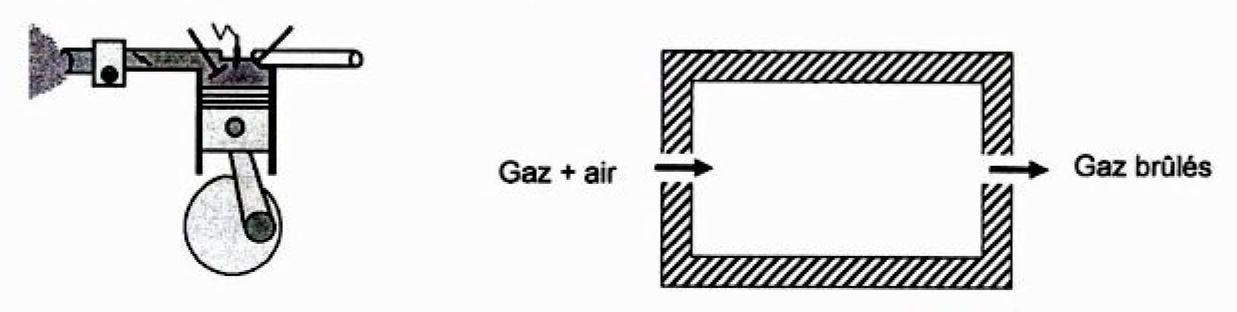


IV. 2. 3. SYSTEMES OUVERTS :



Ils peuvent échanger avec le milieu extérieur de l'énergie et de la matière.

* exemples : brûleurs, moteur à explosion

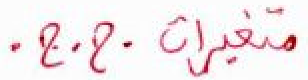


IV. 2. 4. PHASE D'UN SYSTEME :



On appelle phase toute partie homogène d'un système. On peut distinguer un système monophasé (comportant une seule phase) d'un système polyphasé (qui comporte plusieurs phases).

IV. 3. VARIABLES THERMODYNAMIQUES :



On décrit l'état d'un système par un certain nombre de grandeurs mesurables appelées variables thermodynamiques, ou encore variables d'état, telles que : volume, pression, densité, viscosité, concentration, ...

Les différentes variables du système peuvent être exprimées en fonction des autres variables. Ainsi, on pourra caractériser totalement l'état d'un système monophasique par deux variables indépendantes : T et P ou T et V ou P et V, ...

Pour un système thermodynamique, il existe une relation entre les différentes variables d'état, telle que : f (P,V,T,C, ...) = 0.

Pour un système monophasique, il existe une relation du type f (P,V,T) = 0.

- l'équation des gaz parfaits (pour une mole) : $PV - RT = 0.$ dans ce cas n=1
- l'équation des gaz réels (équation de Van der Waals) :

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) - RT = 0$$ (a et b ctes).

On distingue deux types de variables :



- extensives : qui dépendent directement de la masse du système (nombre de moles, volume, concentration, ...)

- intensives : qui ne dépendent pas de la masse du système (pression, température, ...).

Gaz	Gaz		Gaz
m_1	m_2	enlever la	$m=m_1+m_2$
n_1 moles	n_2 moles	→	n_1+n_2 moles
V_1 volume	V_2 volume	séparation	V_1+V_2 volume
P, T	P, T		P, T

IV. 4. EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE :



Un système est en équilibre est un système qui n'évolue pas au cours du temps, càd que les paramètres macroscopiques (l'état apparent, le volume occupé, ...) sont invariables, tandis que les paramètres microscopiques (les positions et vitesses des particules) varient sans cesse.

On dit qu'un système est en équilibre thermodynamique s'il est en équilibre mécanique, chimique et thermique.

- <u>équilibre mécanique</u> implique que la pression est la même dans tout le système, et que dans le cas où le système est déformable, celle-ci est égale à la pression extérieure.

- <u>équilibre chimique</u> lorsqu'il y a absence de réactions chimiques au sein du système.

- <u>équilibre thermique</u> implique que la température est la même en tout point du système.

<u>Remarque</u> : les variables d'état du système ne peuvent être connues que lorsque celui-ci est en équilibre thermodynamique. A ce moment-là, une variable donnée à une valeur identique en tout point du système.

IV. 5. TRANSFORMATION THERMODYNAMIQUE :

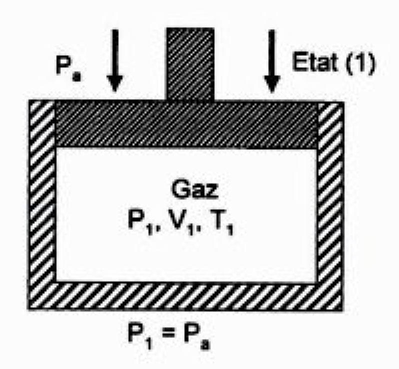


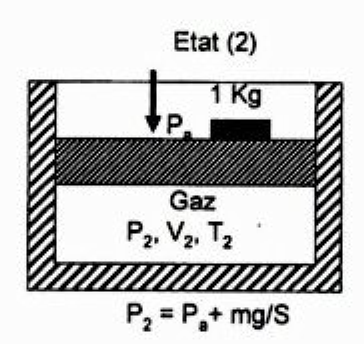
IV. 5. 1. DEFINITION :

Si un système se trouve dans un état d'équilibre (1), la variation d'une ou plusieurs variables d'état provoquent le déplacement de cet équilibre. Le système



évolue alors vers un état d'équilibre (2), cette évolution est appelée **transformation thermodynamique**.





Notre étude de la thermodynamique ne se préoccupe que d'états d'équilibre thermodynamique, càd de situations dans lesquelles l'état des systèmes étudiés ne varie pas avec le temps à l'échelle de l'observateur.

IV. 5. 2. DIFFERENTS TYPES DE TRANSFORMATION : أنواع التحول المختلفة

IV. 5. 2. 1. TRANSFORMATIONS ISOTHERMES : * تحولات بدرجة حرارة ثابتة :

Ce sont des transformations qui se font à température constante.

Etat 1 (P_1,V_1;T_1) transformation isotherme état 2 (P_2,V_2; $\mathbf{T_2=T_1}$)

IV. 5. 2. 2. TRANSFORMATIONS ISOBARES :



Au cours de ces transformations la pression reste constante.

Etat 1 (P_1, V_1, T_1) transformation isobare état 2 ($\mathbf{P_2=P_1}$,V_2, T_2

IV. 5. 2. 3. TRANSFORMATIONS ISOCHORES : * تحولات بحجم ثابت

Elles se font à volume constant.

état 1 (P_1, V_1, T_1) transformation isochore état 2 (P_2,$\mathbf{V_2=V_1}$,T_2)

IV. 5. 2. 4. TRANSFORMATIONS ADIABATIQUES : * تحولات بدون تبادل الحرارة

Elles se font sans échange de chaleur avec le milieu extérieur (dQ = 0).

IV. 5. 2. 5. CYCLE : * الدورة

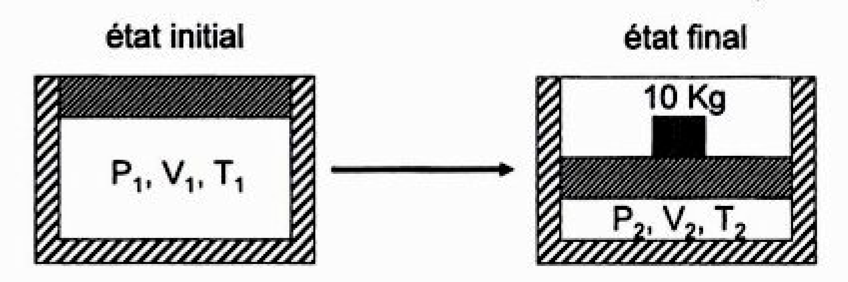
Si le système évolue et revient à son état initial (état final et initial sont identiques), on dit que la transformation est un cycle.



IV. 5. 2. 6. TRANSFORMATIONS IRREVERSIBLES : تحولات غير قابلة للانعكاس

Ce sont des transformations spontanées brusques réelles, qui ne comportent que deux états d'équilibre initial et final (les états intermédiaires ne sont pas des états d'équilibre). Ces transformations sont accompagnées d'une perte de chaleur par frottement, qui n'est pas récupérable, ainsi on ne peut pas revenir à l'état initial spontanément.

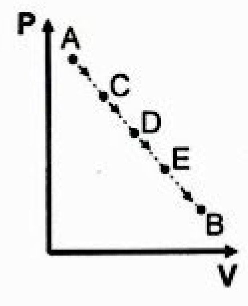
* exemple : une masse de 10 Kg déposée sur un piston en une seule fois, ou bien le passage de la chaleur d'un corps chaud à un corps froid.



IV. 5. 2. 7. TRANSFORMATIONS QUASI-STATIQUES :

Une transformation quasi-statique est constituée par une série (ou suite) d'états d'équilibre. Pour chaque état d'équilibre, les variables d'état sont parfaitement déterminées.

Pour qu'une transformation soit quasi-statique, il faut évidemment qu'elle soit lente, puisque le système n'est jamais éloigné d'un état d'équilibre. Il est possible de revenir de l'état final à l'état initial en repassant par les différents états d'équilibre.

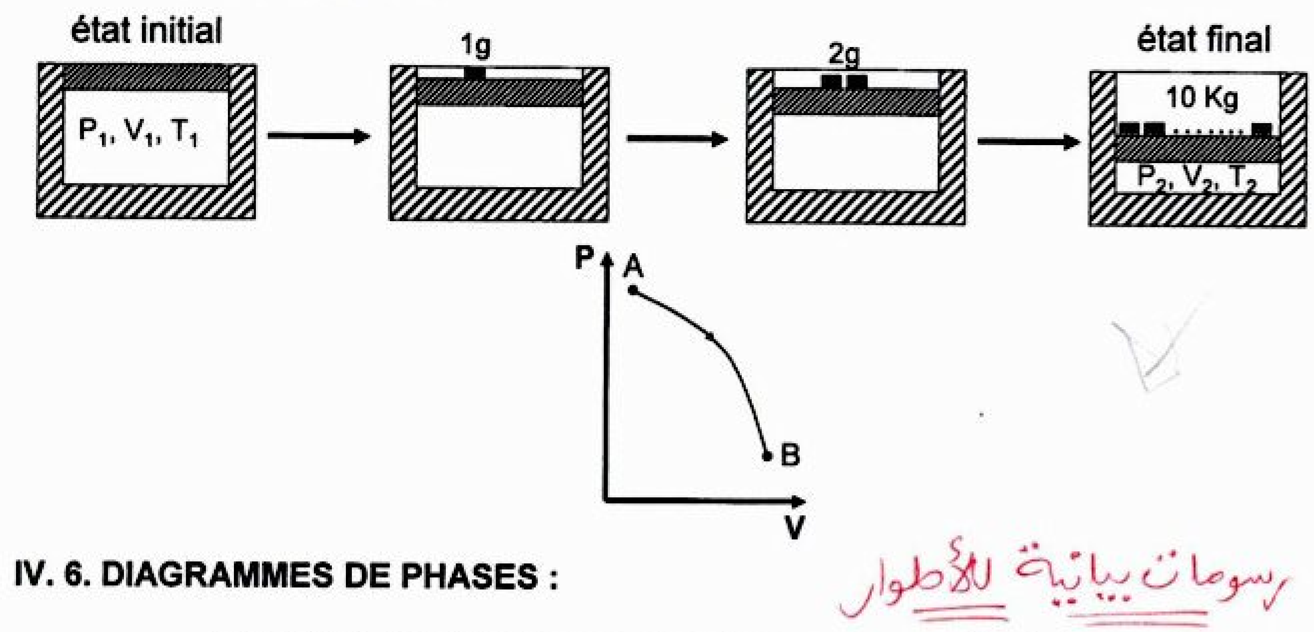


Remarque : entre deux états voisins, on ne sait pas définir les valeurs des variables d'états !

IV. 5. 2. 8. TRANSFORMATIONS REVERSIBLES : تحولات قابلة للانعكاس

Ce sont des transformations qui se déroulent très lentement, au point qu'il est possible de considérer les états intermédiaires comme une suite des états

d'équilibre. Les variables d'état ont alors à tout instant des valeurs parfaitement connues. La caractéristique des transformations réversibles est que la transformation inverse efface complètement la transformation directe et ramène le système exactement à son état initial.



IV. 6. DIAGRAMMES DE PHASES :

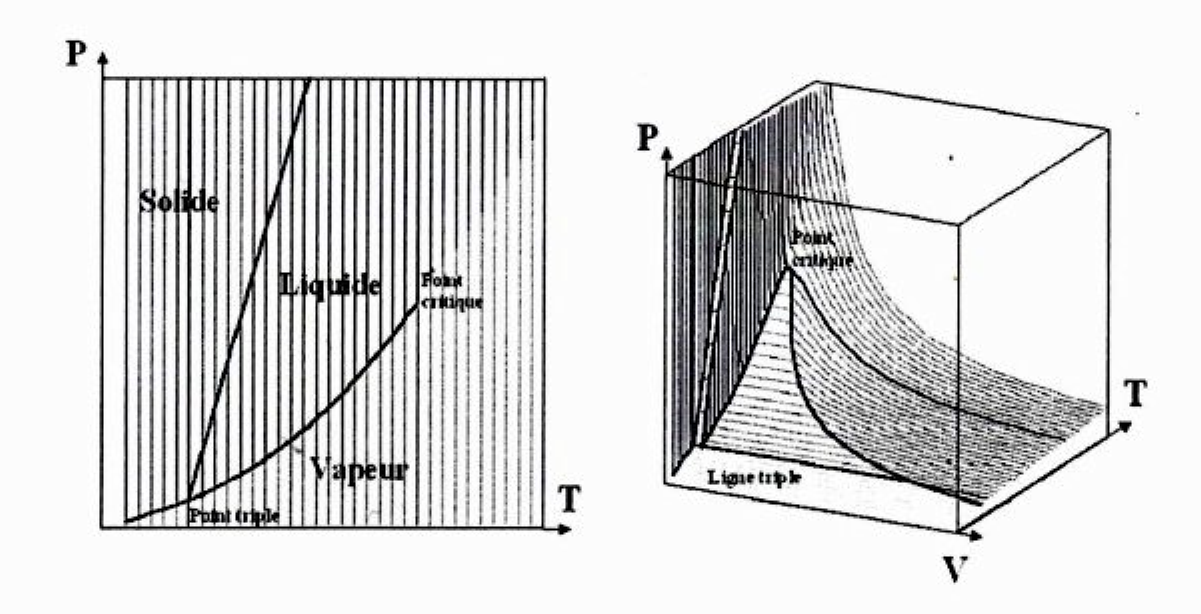
رسومات بيانية للأطوار

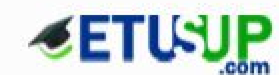
Les types de diagrammes de phase qui permettent de représenter d'une manière simple et facilement exploitable les transformations d'un gaz sont :

- le diagramme de **Clapeyron**, où on porte en ordonnée la pression P du gaz et en abscisse le volume occupé par une masse du gaz.

- le diagramme d'**Amagat**, où on porte en ordonnée la produit PV du gaz et en abscisse la pression.

On peut définir un autre type de diagramme P(T,V), qui donne les courbes d'équilibre entre les différentes phases d'un corps.





Remarque : le diagramme de phases de l'eau est un diagramme très particulier (du fait que l'eau est seule dans la nature qui se dilate à l'état solide), qui ne ressemble pas aux diagrammes de phases des autres corps purs en général : Quand elle cristallise, elle augmente de volume, car il y a de l'espace entre les molécules d'eau, environ 10% de vide. C'est ce qui explique qu'une bouteille en verre remplie d'eau, placée dans un congélateur va finir par éclater. Ainsi que sa densité diminue, c'est la raison pour laquelle les glaçons flottent à la surface.

IV. 7. PROPRIETES THERMOELASTIQUES D'UN FLUIDE HOMOGENE :

Il est évident qu'un gaz se comprime ou se dilate plus facilement qu'un liquide. Ceci est perçu en comparant la variation relative de leurs volumes, ce qui permet de distinguer le comportement de deux gaz (ou deux liquides) différents soumis aux mêmes contraintes extérieures.

C'est pourquoi qu'on introduit, en thermodynamique, un certain nombre de coefficients thermoélastiques liés aux déformations élastiques de fluides suite à une variation de leurs paramètres thermométriques P, V et T.

IV. 7. 1. COEFFICIENTS THERMOELASTIQUES :

- coefficient de dilatation isobare : il représente la variation relative de son volume par degré de variation de sa température à pression constante :

$$\boxed{\alpha_p = \frac{1}{V}\left.\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p}$$

- coefficient d'augmentation de pression isochore : il représente la variation relative de sa pression par degré de variation de sa température à volume constant :

$$\boxed{\beta_v = \frac{1}{P}\left.\frac{\partial P}{\partial T}\right)_v}$$

- coefficient de compressibilité isotherme : il représente la variation relative de son volume par unité de variation de sa pression à température constante :

$$\boxed{\chi_T = -\frac{1}{V}\left.\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T}$$



D'après la relation de Reech : $\left.\frac{\partial T}{\partial V}\right)_p \cdot \left.\frac{\partial P}{\partial T}\right)_v \cdot \left.\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T = -1$

Or $\left.\frac{\partial T}{\partial V}\right)_p = \frac{1}{\left.\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p} = \frac{1}{V.\alpha_p}$; $\left.\frac{\partial P}{\partial T}\right)_v = P.\beta_v$ et $\left.\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T = -V.\chi_T \Rightarrow \boxed{\alpha_p = \beta_v.\ P.\ \chi_T}$

IV. 8. ECHANGE DE TRAVAIL ET DE CHALEUR :

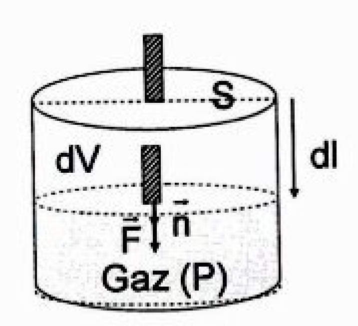
تبادل الشغل والحرارة

IV. 8. 1. TRAVAIL DES FORCES DE PRESSION :

شغل قوى الضغط

Le travail élémentaire est l'énergie développé par une force extérieure $\vec{F}$ pour faire déplacer son point d'application de $\vec{dl}$: $\delta W = \vec{F}.\vec{dl}$

En thermodynamique, le système est sollicité par les forces de pression : $\vec{F} = P.S.\vec{n} \Rightarrow \delta W = P.S\,\vec{dl}.\vec{n}$



* si $\vec{dl}$ et $\vec{n}$ ont le même sens : $\delta W = P.Sdl = -PdV > 0$ (car $dV_{sys} = -Sdl < 0$) : quand l augmente $\Rightarrow$ V diminue.

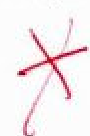
Ce travail est moteur (gain d'énergie), il reçoit de l'énergie du système extérieur et voit son volume diminuer.

* si $\vec{dl}$ et $\vec{n}$ sont de sens inverse : $\delta W = P.Sdl = -PdV < 0$ (car $dV_{sys} = +Sdl > 0$) : quand l augmente $\Rightarrow$ V augmente.

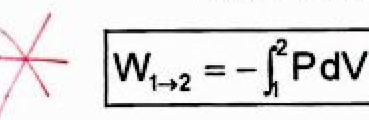
Ce travail est résistif (perte d'énergie), il cède du travail au milieu extérieur et voit son volume augmenter.

IV. 8. 1. 1. TRANSFORMATION QUASI-STATIQUE OU REVERSIBLE :

Du fait que la pression est connue à chaque instant, le travail élémentaire est :

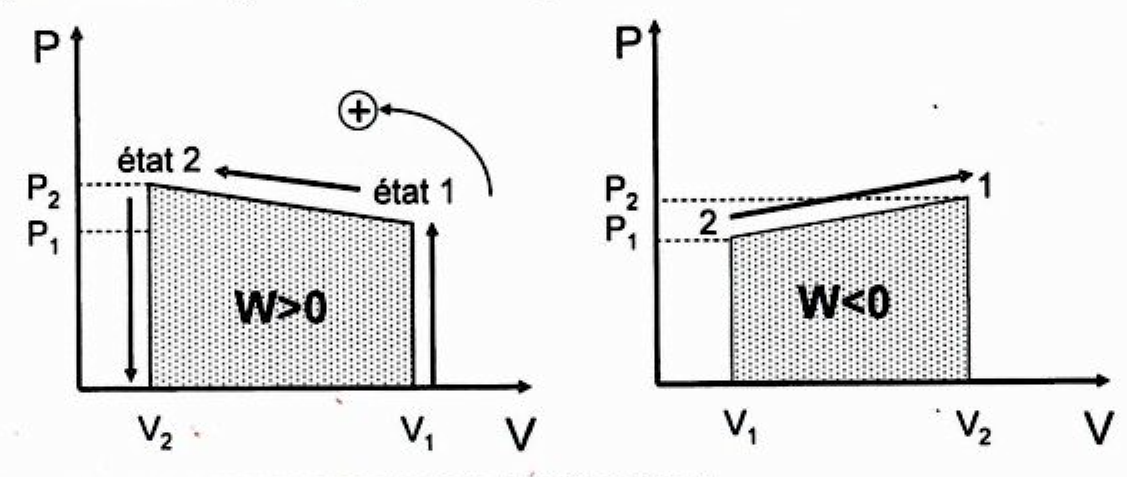
$\boxed{\delta W = -PdV}$ 

Dans le cas où le gaz passe réversiblement d'un état initial 1 à un état final 2 :



$$W_{1\to2} = -\int_1^2 P\,dV$$

Dans le diagramme de Clapeyron, W représente la surface hachurée, son signe obéit à la règle indiquée sur la figure :



IV. 8. 1. 2. TRANSFORMATION IRREVERSIBLE :

Dans une transformation où la force est exercée par un opérateur extérieur et le déplacement est rapide, la pression extérieure intervient seule ($P = P_{ext}$), le travail élémentaire sera : $\delta W = -P_{ext}dV$

Au cours d'une transformation finie : $\boxed{W = -P_{ext}\,\Delta V}$.

IV. 8. 2. TRANSFORMATION TRAVAIL ↔ CHALEUR :

On peut transformer du travail en chaleur, comme dans le cas du freinage des roues, le chauffage ou la climatisation qui se font par conversion directe ou indirecte du travail à l'aide des pompes à chaleur.

De même la chaleur peut être transformée en travail, comme l'utilisation des cellules photovoltaïques, et les machines thermiques (moteurs de voiture).

IV. 9. PRINCIPE D'EQUIVALENCE :

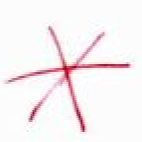
On sait que dans les phénomènes mécaniques, l'énergie mécanique se conserve, ainsi que dans les phénomènes d'échange thermique entre plusieurs corps, conduisant à l'équilibre thermique de ces corps, la quantité de chaleur se conserve.



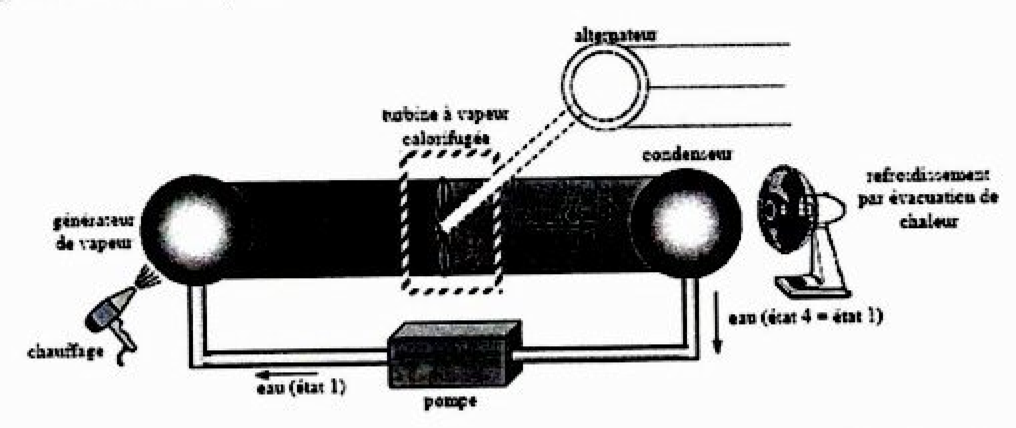
Dans la nature, il existe d'autres phénomènes qui mettent en jeu à la fois des échanges de travail mécanique et des échanges de chaleur, où les deux grandeurs ne se conservent pas séparément, mais apparaissent liées l'une à l'autre.

L'existence d'un rapport constant entre l'énergie mécanique détruite (ou crée) et la quantité de chaleur produite (ou disparue) a conduit à admettre l'idée d'un principe d'équivalence entre le travail et la chaleur.

Lorsqu'un système décrit un cycle de transformation, la somme algébrique du travail et de chaleur échangés est nulle : $\boxed{W + Q = 0}$: (si le système reçoit du travail, en échange, il cède de la chaleur et inversement).



<u>Exemple</u> : Turbine à vapeur



Le rôle de cette turbine à vapeur est d'entraîner un alternateur, à l'aide de la vapeur d'eau sous pression, qui entraînera les pals de la turbine qui se met à tourner, et qui va entraîner dans sa rotation le rotor de l'alternateur.

Le cycle décrit par l'eau est le suivant : Le générateur de vapeur fournit une quantité de chaleur à l'eau qui se transforme alors en vapeur sous pression. Une valve de sortie du générateur de vapeur s'ouvre, la vapeur entraîne alors une turbine calorifugée, fournissant ainsi un travail à l'extérieur (la turbine). Cette vapeur, une fois son travail fourni, est récupérée dans un condenseur qui la transforme à nouveau en eau grâce au refroidissement qui s'y opère.. L'eau a donc décrit un cycle de transformations.


ETUSUP.com